Introducción a la Estequiometría

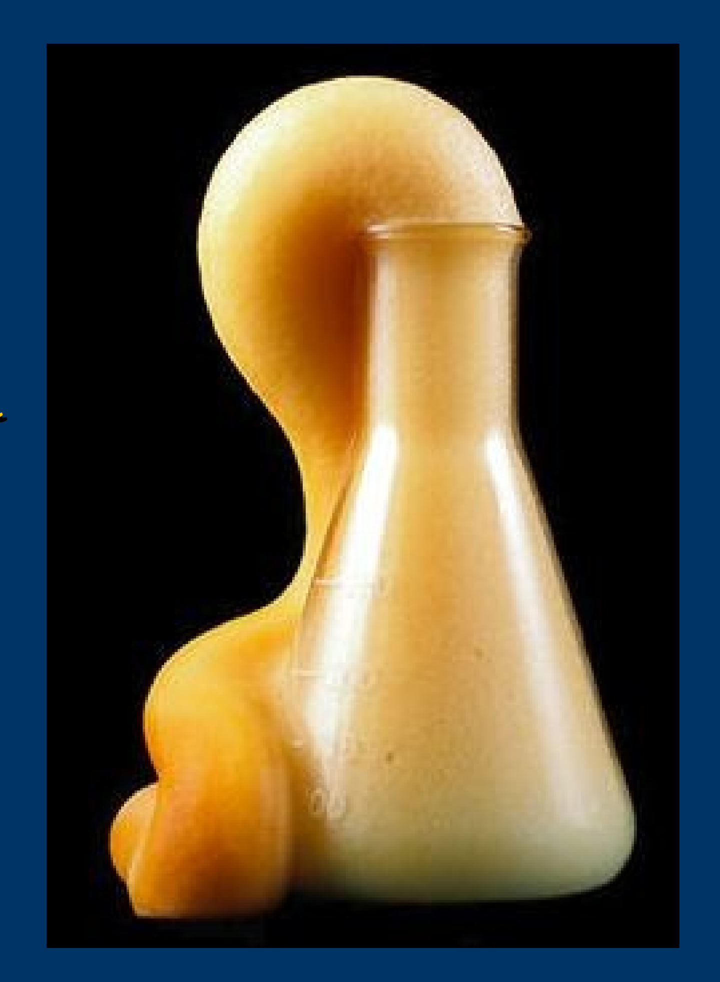


- M en C Rafael Govea Villaseñor
- UAM-I y CINVESTAV-IPN

Versión 2.0 de 2017-09 al 2023-04-24

¿Qué es la Estequiometría?

Es la rama de la química que trata de los métodos para calcular cuánta masa o volumen de cada reactivo o producto está involucrada en una reacción química



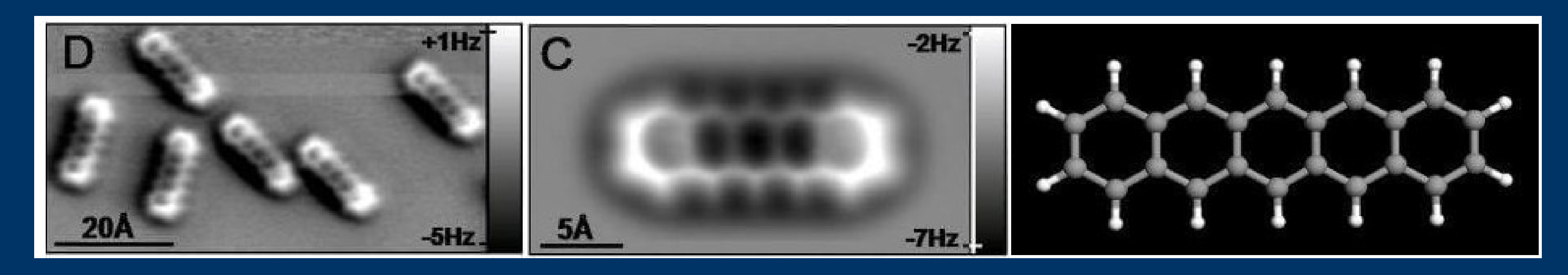
Estequiometría proviene de los lexemas *estequio-* = elemento y *metr-* = medir y el gramema *-ia* = Cualidad. Es decir, medir la cantidad de las sustancias de una reacción

Antes que nada...

Unos conocimientos previos y aclaraciones.

Todas las sustancias de la materia común del Universo...

están hechas de Átomos aislados o enlazados en grupos llamados Moléculas



Moléculas de Pentaceno visualizadas con el microscopio de Fuerza Atómica.*
Cuenten las moléculas del recuadro izquierdo comparen con el *close up* y el modelo de bolas y barras de la derecha.

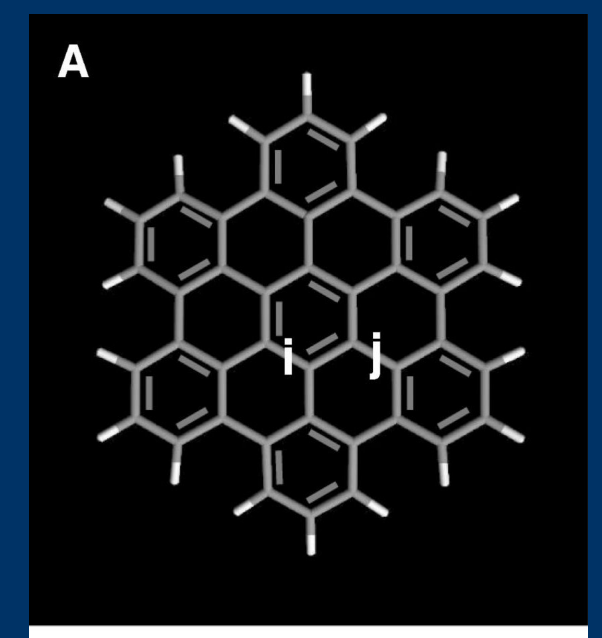
Las Moléculas (*mole-* = masa y *-ula* = pequeña) son la cantidad más pequeña de una sustancia que conserva sus propiedades químicas.

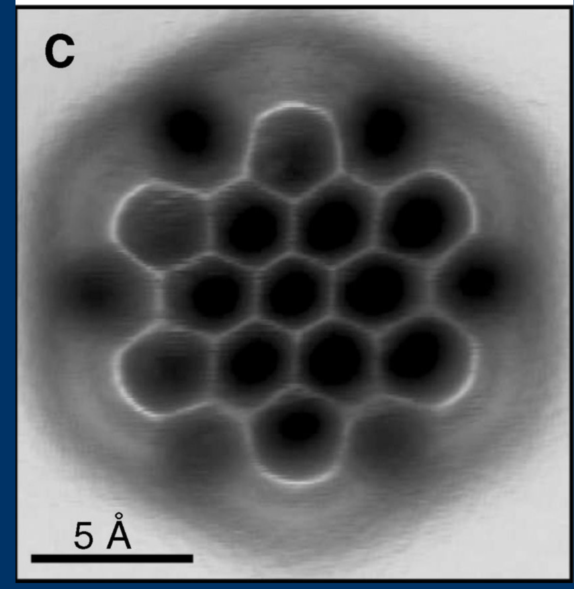
* Saenz, A 2009 M**icroscope sees molecules for first time.** *SingularityHub* september 01
https://singularityhub.com/2009/09/01/microscope-sees-molecules-for-first-time/

Los átomos y las moléculas son...

Muy pequeñas, por eso tenemos que mencionar submúltiplos de las unidades que usamos.

La molécula mostrada es el hexabenzocoroneo con fórmula molecular de $C_{42}H_{18}$ vista con el microscopio de Fuerza atómica. No obstante que está hecha de 60 átomos. Sólo mide cerca de 0.15 nanómetros de ancho

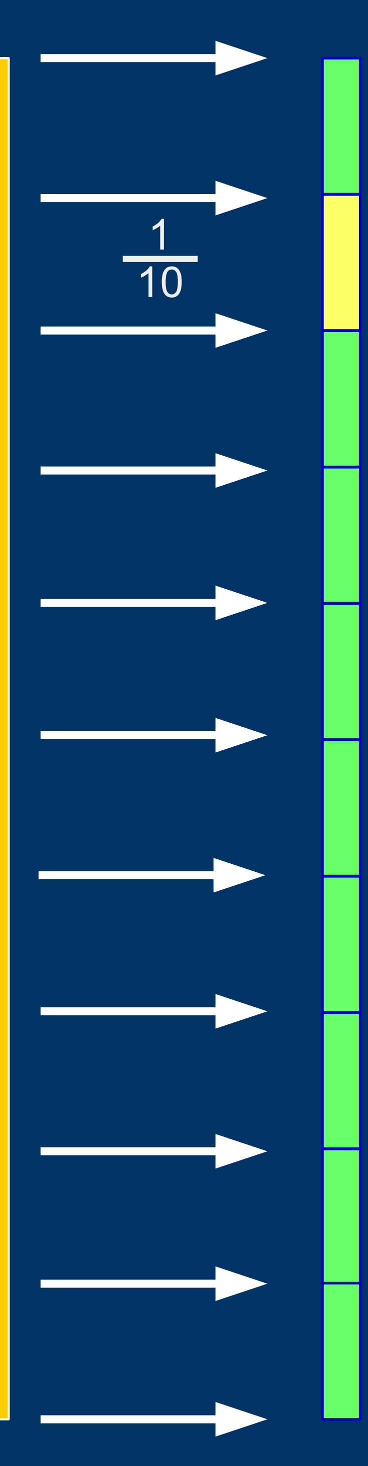




Los átomos y las moléculas son...

Muy pequeñas, por eso tenemos que usar submúltiplos de las unidades utilizadas.

Los submútiplos son unidades derivadas de las unidades principlales que se obtienen dividiendo entre 10,
100,
1000
10 000
100 000...
a la unidad principal, por ejemplo el metro = m



Los átomos y las moléculas son...

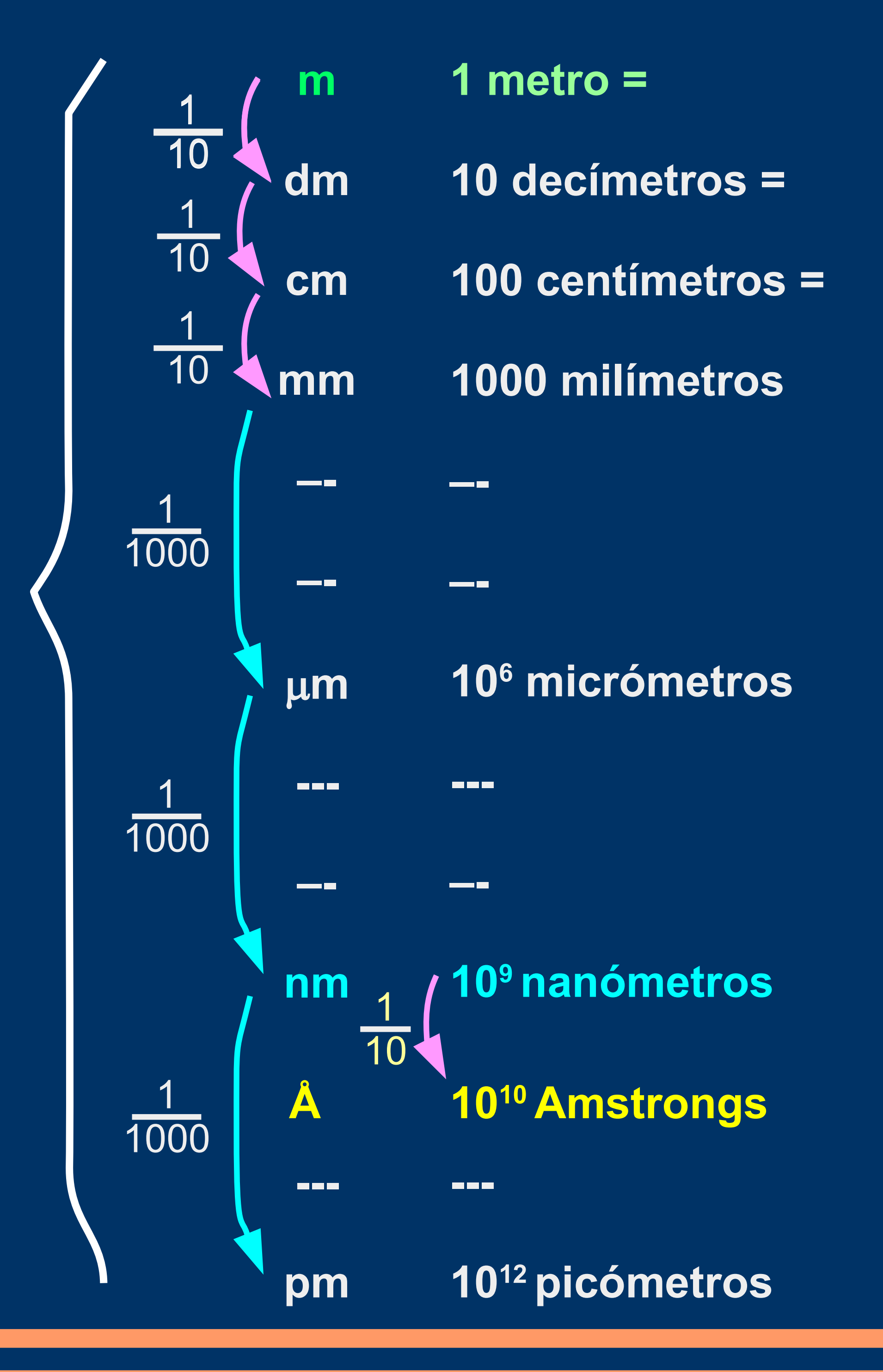
Muy pequeñas, por eso tenemos que usar submúltiplos adecuados a su tamaño.

1 m dividido entre 10 se llama decímetro.

1 dm dividido entre 10 se llama centímetro, es decir un metro dividido entre 100

y así sucesivamente.

A partir del mm sólo cada tercer submúltiplo tiene nombre y símbolo

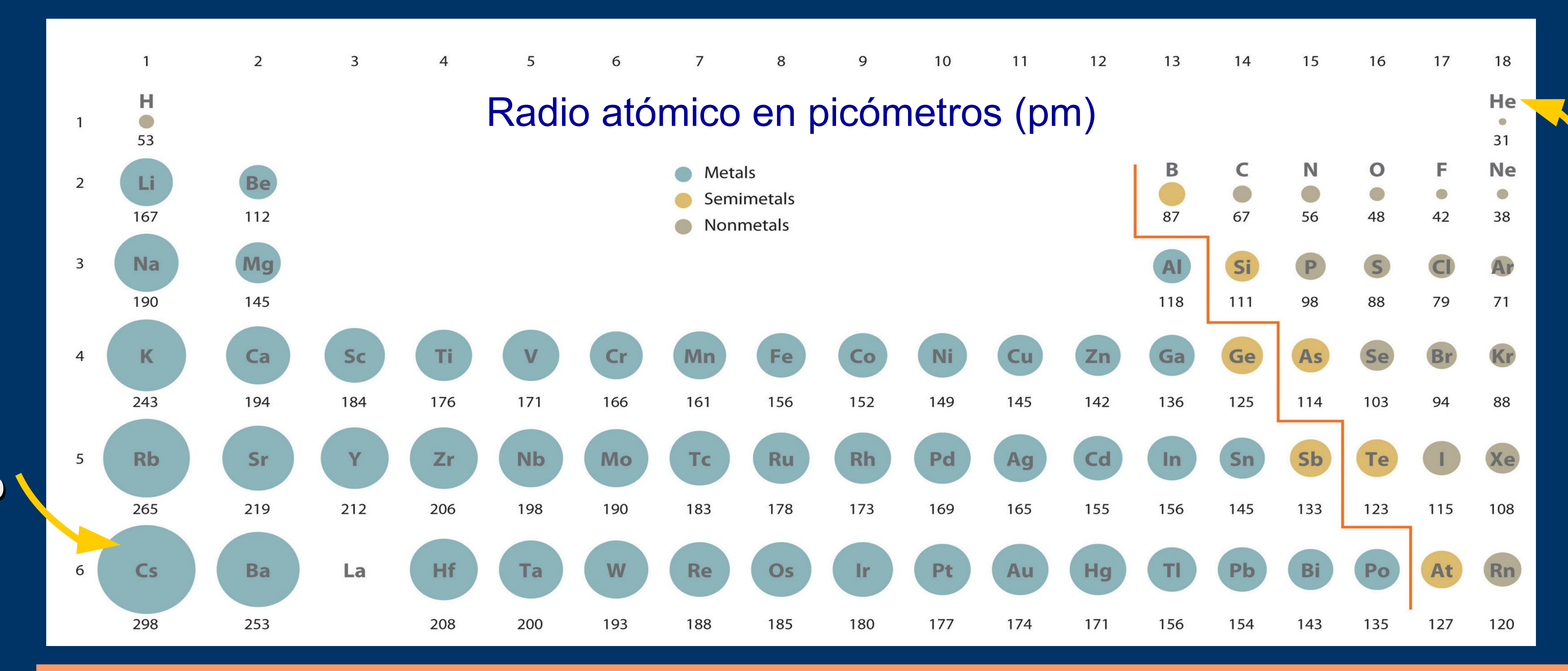


¿Cuánto miden los átomos y las moléculas?

Los átomos miden décimas de nanómetros, por ello los físicos usan al submúltiplo llamado Amstrong (Å) = diez mil millonésima parte ($1/10^{10}$) de un metro.

La mayoría de las moléculas miden nanómetros.

El más grande mide 5.96 Å

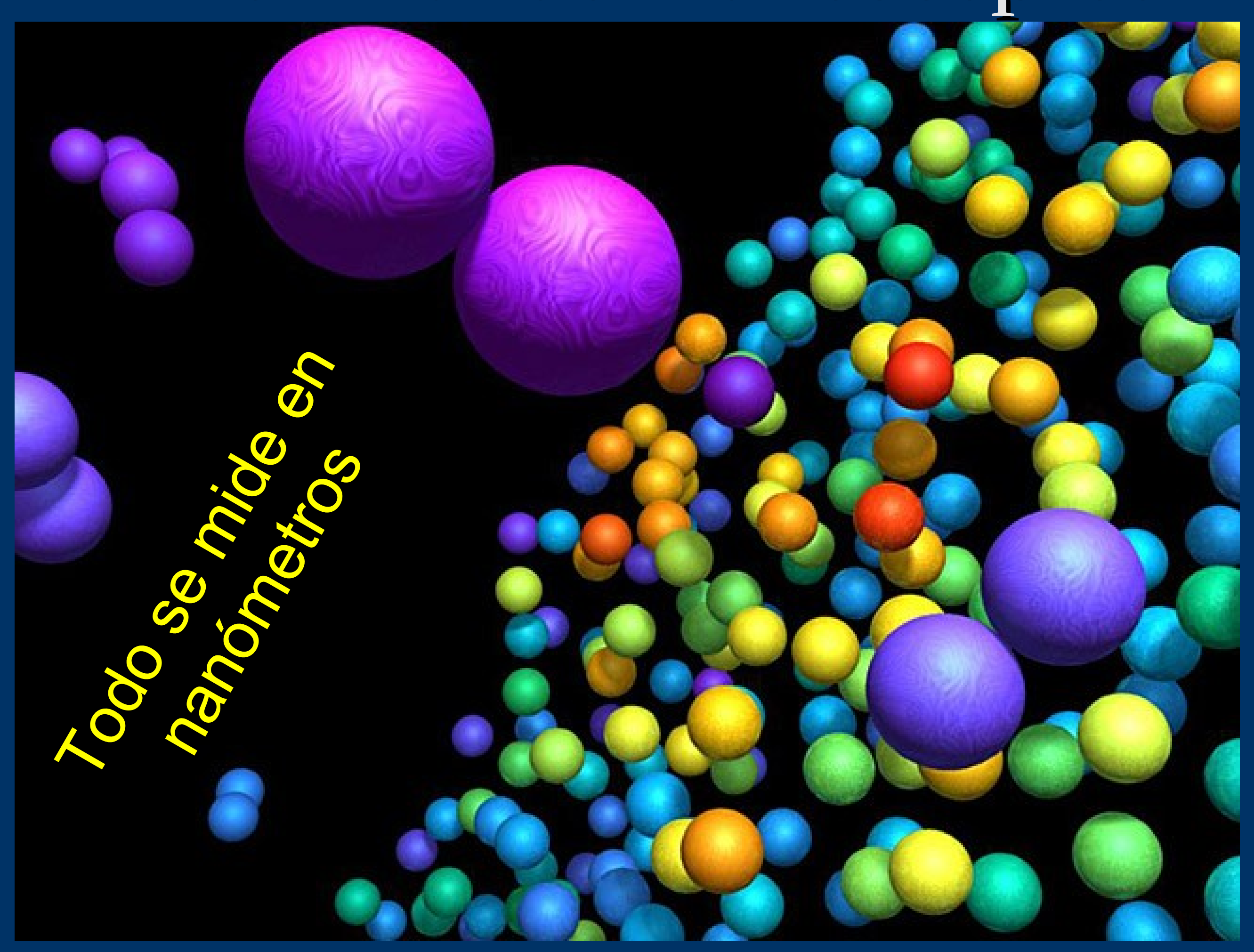


El más pequeño mide 0.62 Å

Rafael Govea V.

¿En qué Mundo existen los átomos y las moléculas?

En el Mundo Nanoscópico



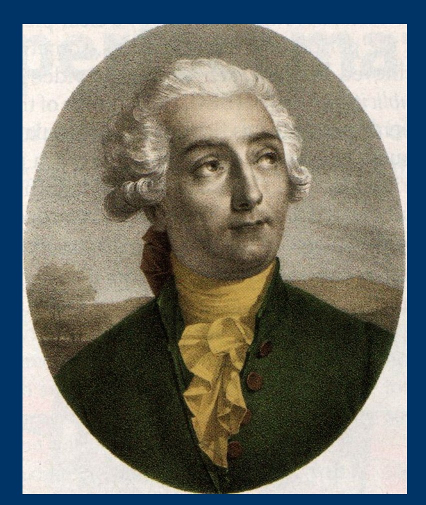
¿En qué Mundo existimos nosotros?

En el Mundo Macroscópico



Por ello, todo lo que vemos está hecho de trillones, cuatrillones o más moléculas.

¿Qué afirma la Ley de Lavoisier?

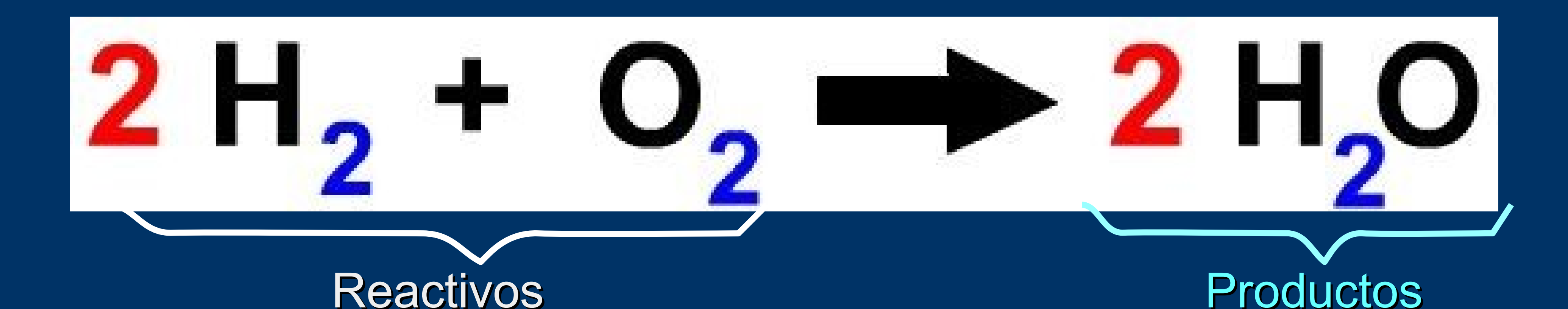


Antoine-Laurent
de Lavoisier
1743-1794

[que] ”en toda operación hay ántes y despues della igual cantidad de materia”*

En lenguaje moderno: en una reacción química el número y tipo de átomos en los reacctivos permanecen sin cambio en los productos.

4 átomos de H + 2 de O = 4 de H + 2 átomos de O

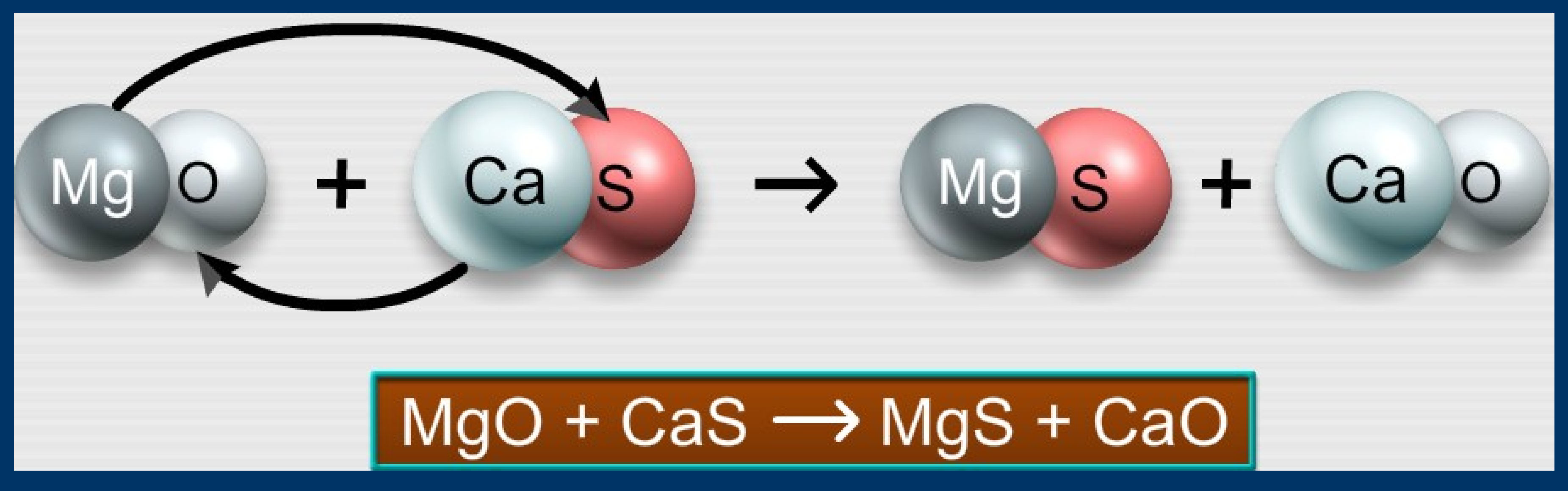


Reactivos

Productos

* Lavoisier, A-L (1789) **Tratado Elemental de Chimica.** Trad. Del francés, Edición Faccsimilar de PE Aceves Pastrana, Ed. UAM-X, México, 1990, p.102.

Veamos un ejemplo y apliquemos el Principio de Conservación



Una molécula de óxido de magnesio reacciona con otra molécula de sulfuro de calcio.

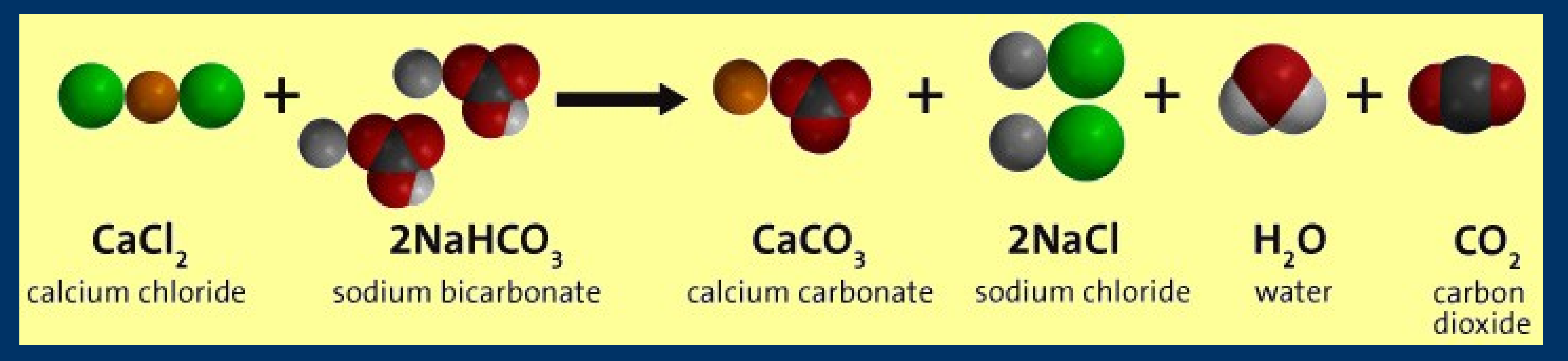
Enlistamos los elementos presentes y los átomos de cada tipo.

Para los Reactivos:	Para los Productos:
# Mg = 1	# Mg = 1
# Ca = 1	# Ca = 1
# S = 1	# S = 1
# O = 1	# O = 1

Produciendo una molécula de sulfuro de magnesio más otra molécula de óxido de calcio.

El número de átomos de cada elemento se conserva sin cambio

Veamos un ejemplo y apliquemos el Principio de Conservación



Una molécula de cloruro de calcio reacciona con dos moléculas de bicarbonato de sodio.

Enlistamos los elementos presentes y los átomos de cada tipo.

Para los Reactivos:

Na = 2
Ca = 1
C = 2
H = 2
O = 6

Para los Productos:

Na = 2
Ca = 1
C = 2
H = 2
O = 6

Produciendo una molécula de carbonato de calcio más dos moléculas de cloruro de sodio más otras moléculas de agua y dióxido de carbono.

El número de átomos de cada elemento se conserva sin cambio

¿Cuál es el problema de las reacciones en el Mundo macroscópico?

Que la más mínima cantidad de sustancia tiene millones de millones de moléculas. Por ejemplo: Ahora sabemos que en 100 mL de agua pura hay unos 3.3 x 10^{24} moléculas (3.3 cuatrillones de ellas).

Las reacciones químicas ocurren en el nivel nanoscópico.

Nosotros no podemos ver las moléculas y contarlas de una en una, sino a granel

¿Cómo podríamos operar cuantitativamente las reacciones químicas como si las viéramos?

Los químicos del siglo 18 y 19 resolvieron el problema...

Midiendo las proporciones en masa de cada elemento en los compuestos y determinando también las relaciones de masa entre los elementos conocidos.

Primero, Avogadro propuso su famosa y exitosa hipótesis aún cuando entonces pocos creían en la existencia real de los átomos

"una cantidad de cualquier tipo de gas, en un mismo volumen, a la misma temperatura y la misma presión, contiene el mismo número de moléculas, independientemente del tipo de gas que sea".

¿Qué dice la Hipótesis de Avogadro (1811)?



"una cantidad de cualquier tipo de gas, en un mismo volumen, a la misma temperatura y la misma presión, contiene el mismo número de moléculas, independientemente del tipo de gas que sea".

¿Qué hicieron los químicos con las sustancias no gaseosas?

Establecer la masa relativa de cada compuesto y de cada elemento conocido respecto a uno sólo de ellos, relacionando con la masa de las sustancias gaseosas y vaporizables.

Primero en relación a la más ligera (H), luego a 1/16 del O y finalmente a la doceava parte del isótopo ^{12}C

Como los átomos de un elemento suelen diferir en su # de neutrones (isótopos) la Masa Átómica Relativa es el promedio de masa de los átomos del elemento de acuerdo a la abundancia de cada isótopo.

Rafael Govea V.

¿Las Masas atómicas y moleculares relativas resovieron el problema?

No, áun no podíamos trabajar macroscópicamente como si manipuláramos moléculas individuales.

Así pues, todo el trabajo de determinación de masas atómicas y moleculares relativas se aplicó en la práctica suponiendo que dichas masas expresadas en gramos* tenían el mismo número de moléculas, aunque no se supiera cuántas eran.

La masa relativa de cualquier partícula expresada en gramos se llama mol (*mol*- = montón), tiene la misma cantidad de partículas (Número de Avogadro = 6. 022 x 10^{23}) y el volumen en condiciones normales de presión y temperatura de una mol = 22.4 Litros.

* Eso pasaría con cualquier unidad de masa. Si se usara otra distinta al gramo sólo variaría el # de moléculas contenidas.

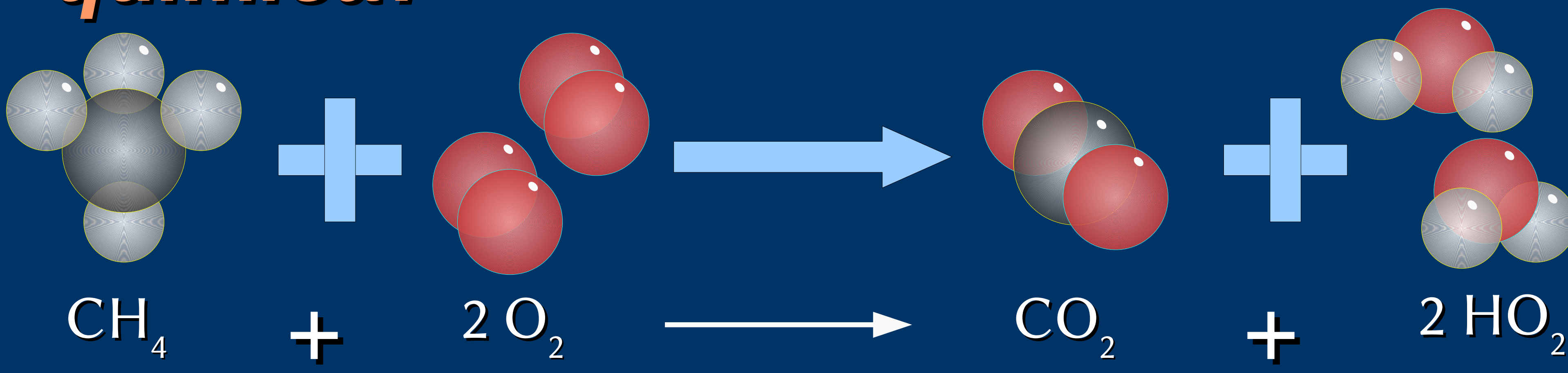
¿Qué es una Mol?

En 1971 se acordó que una Mol es la Unidad del SI para la cantidad de Materia.

Hay varias definiciones que se aplican de acuerdo a las circunstancias:

- Mol es la masa molecular o átómica relativa expresada en gramos. = Masa Molar.
- Mol equivale a 22.4 litros de cualquier sustancia gaseosa en condiciones normales de presión y temperatura. = Volumen Molar.
- Mol equivale a 6.022×10^{23} partículas de cualquier especie química (Número de Avogadro).

¿Cómo interpretamos una reacción química?



1 molécula + 2 moléculas Dan lugar a: 1 molécula + 2 moléculas

1 mol + 2 moles Dan lugar a: 1 mol + 2 moles

MM = 32 g · MM = 18 g

MM = 16g + 2MM = 64 g Dan lugar a: MM = 44 g + 2MM = 36 g

80 g · 80 g

Rafael Govea V.